

Activité 1 :

Pour satisfaire la stabilité les atomes tendent à avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche :

- ☐ Soit en gagnant ou en perdant un ou plusieurs électrons pour donner des ions,
- ☐ Soit en mettant en commun un ou plusieurs électrons pour former des molécules.

Application 1 : Compléter le tableau suivant :

atom e	Z	Structure de l'atome	Symbole de l'ion	Structure de l'ion	Règle convenable
Li	3				
O	8				
Ne	10				
Na	11				
Mg	12				

Activité 2 :

Pour la molécule H_2O : ${}_1H : (K)^1$ et ${}_8O : (K)^2(L)^6$ Pour les électrons de valence : Pour H_2 $H \cdot \cdot H \Rightarrow H-H$	Pour la molécule CO_2 : ${}_6C : (K)^2(L)^4$ et ${}_8O : (K)^2(L)^6$ Pour les électrons de valence : Doublet liant double	Pour la molécule N_2 : ${}_7N : (K)^2(L)^5$ Pour les électrons de valence :
---	--	--

Activité 3 : Pour représenter une molécule selon le modèle de Lewis, on suit les étapes suivantes :

- ☐ Ecrire la structure électronique de chaque atome,
- ☐ Déterminer n_e le nombre des électrons de la couche externe de chaque atome,
- ☐ Déterminer le nombre de doublets liants n_L pour chaque atome: $n_L = \dots\dots\dots$
Avec ($p = 2$ pour la règle du Duet et $p = 8$ pour la règle d'Octet),
- ☐ Déterminer le nombre de doublets non liants n_{NL} pour chaque atome: $n_{NL} = \dots\dots\dots$,

Applications 2 :

Donner les représentations de Lewis des molécules suivantes : H_2 ; O_2 ; N_2 ; Cl_2 ; C_2H_6 ; HCl et C_2H_4

Activité 4 :

Les types des formules chimiques sont :

Formule Brute : Indique le nombre et la nature des atomes des différents constituants chimiques de la molécule,

Exemples :

Formule semi-développée : Indique le type de liaisons entre les atomes principaux,

Exemples :

Formule développée : à partir du modèle de Lewis, nous obtenons la formule développée en supprimant les paires électroniques non liantes.

Exemples :

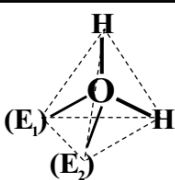
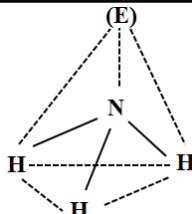
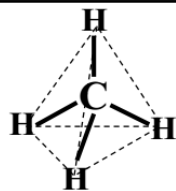
3 : On considère les molécules suivantes $HClO$ et $C_2H_4O_2$:

1- Donner la structure électronique des atomes $1H$; $6C$; $8O$ et $17Cl$,

2- Déterminer pour chaque atome n_L le nombre de doublets liants et n_{NL} le nombre de doublets non liants,

3- Donner les représentations de Louis pour ces molécules, et déduire leurs formules développées.

Activité 5 :

Molécule	CO_2	H_2O	NH_3	CH_4
Géométrie spatiale	$O=C=O$			
Forme de la géométrie	Linéaire	Plan coudée	Pyramide	Tétraédrique
Représentation de Cram				

Application 4 :

On considère les molécules suivantes CH_4 ; NH_3 et H_2O :

- 1- Donner les structures électroniques d'hydrogène $H(Z = 1)$; de carbone $C(Z = 6)$ et d'azote $N(Z = 7)$;
- 2- Déterminer le nombre de doublets liants n_l et non liants n_{nl} pour chaque atome,
- 3- Représenter ces molécules selon le modèle de Louis et déduire leurs formules développées,
- 4- Donner sa représentation de Cram,
- 5- Préciser la géométrie de chaque molécule.

Exercice 1 :

- 1- Ecrire les formules de Louis des atomes suivants : hydrogène ; oxygène ; carbone ; azote ; soufre ; fluor,
- 2- Définir les électrons de valence d'un élément,
- 3- Ecrire les formules de Louis des molécules suivantes HF : Fluor d'hydrogène ; H_2S : sulfure d'hydrogène ; CO_2 : dioxyde de carbone ; CH_4 : méthane ; N_2 : diazote.
- 4- La formule brute C_2H_4O correspond à deux corps sont des isomères, les propriétés différentes résultent d'une organisation différente des atomes dans les deux molécules :
Ecrire les formules de Louis correspondant à ces deux isomères.

Exercice 2 :

La molécule de trichlorure de phosphore a pour formule PCl_3 :

- 1- Donner la formule électronique d'un atome de phosphore ($Z=15$) et celle d'un atome de chlore ($Z=17$),
- 2- Déduire le nombre d'électrons de la couche externe des atomes de phosphore et de chlore,
- 3- Calculer le nombre d'électrons apportés par l'ensemble des couches externes des atomes de la molécule,
- 4- Déduire le nombre de doublets de la molécule,
- 5- Donner la représentation de Louis de la molécule,
- 6- Préciser les nombres de doublets liants et de doublets non liants.